PLAN WYNIKOWY − CZĘŚĆ 1

Chemia dla szkół ponadpodstawowych – poziom rozszerzony

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Temat | Ocena dopuszczająca.  Uczeń: | Ocena dostateczna.  Uczeń: | Ocena dobra.  Uczeń: | Ocena bardzo dobra.  Uczeń: | Ocena celująca.  Uczeń: |
| Dział I. ATOMY, CZĄSTECZKI I STECHIOMETRIA CHEMICZNA | | | | | |
| 3. Masa atomowa | – definiuje atomową jednostkę masy, masę atomową  – zna jednostkę masy atomowej  – odczytuje w układzie okresowym masy atomowe pierwiastków chemicznych | – wyjaśnia powód, dla którego wprowadzono atomową jednostkę masy | – określa, jak zmienia się masa atomowa pierwiastków chemicznych wraz ze wzrostem ich liczby atomowej oraz wskazuje pierwiastki, które nie stosują się do tej zasady  – oblicza masy pojedynczych atomów w gramach | – oblicza masę atomową pierwiastka z wykorzystaniem wartości atomowej jednostki masy i masy pojedynczego atomu oraz odszukuje ten pierwiastek w układzie okresowym pierwiastków |  |
| 4. Izotopy | – definiuje pojęcie *izotop*  – wyjaśnia pojęcie *pierwiastki izotopowo czyste*  – podaje przykłady izotopów  – wymienia izotopy wodoru  – dzieli izotopy na naturalne i sztuczne oraz na trwałe i promieniotwórcze | – porównuje właściwości fizyczne i chemiczne izotopu tego samego pierwiastka  – wie, w jaki sposób zapisuje się nazwy izotopów tego samego pierwiastka | – definiuje masę atomową jako średnią masę atomową wynikającą z procentowej zawartości jego izotopów | – oblicza skład izotopowy pierwiastka w % masowych na podstawie jego masy atomowej  – oblicza masę atomową pierwiastka na podstawie jego składu izotopowego | – wyjaśnia, dlaczego masa atomowa nie jest liczbą całkowitą |
| 5. Reakcje jądrowe | – opisuje zjawisko promieniotwórczości naturalnej  – wyjaśnia, na czym polega promieniotwórczość sztuczna  – omawia skutki działania promieniowania na organizmy żywe  – omawia zastosowanie izotopów promieniotwórczych  – omawia wkład Marii Skłodowskiej-Curie w badania nad promieniotwórczością | – charakteryzuje promieniowanie α, β, γ  – opisuje zdolność przenikania promieniowania przez osłony | – wyjaśnia zasadę zachowania ładunku  – wyjaśnia, na czym polegają przemiany α i β  – zapisuje równania przemian α i β  – uzupełnia równania przemian α i β | – określa na podstawie okresu połowicznego rozpadu ilość preparatu promieniotwórczego pozostałego w próbce po określonym czasie | – zapisuje równania reakcji jądrowych  – interpretuje naturalne szeregi promieniotwórcze |
| 6. Okres półtrwania |  | – definiuje pojęcie okres połowicznego rozpadu | – posługuje się okresem połowicznego rozpadu dla określenia trwałości pierwiastka  – określa na podstawie okresu połowicznego rozpadu ilość preparatu promieniotwórczego, który wypromieniował w określonym czasie | – określa na podstawie wykresu ilość preparatu promieniotwórczego pozostałego w próbce po określonym czasie  – konstruuje wykres zależności upływającego czasu od masy pierwiastka promieniotwórczego pozostającego w próbce |  |
| 7. Mol i masa molowa | – definiuje pojęcie mola jako miary liczności materii  – definiuje pojęcie masy molowej i stałej Avogadra oraz zapisuje ją jako *N*A  – oblicza masy molowe prostych związków nieorganicznych i organicznych o podanym wzorze  – zna jednostkę masy molowej  – zna wzór na obliczanie liczby moli substancji | – oblicza masy molowe jonów  – oblicza liczbę moli w próbce o danej masie  – oblicza masę danej liczby moli substancji  – oblicza liczbę moli, znając liczbę cząsteczek lub atomów danej substancji  – oblicza masę danej liczby cząsteczek lub atomów | – oblicza liczbę atomów w próbce pierwiastka chemicznego o danej masie | – oblicza liczbę atomów i liczbę cząsteczek w próbce związku chemicznego o znanej masie |  |
| 8. Molowa objętość gazów. Prawo Avogadra | – określa parametry warunków normalnych  – definiuje pojęcie *objętość molowa*  – definiuje prawo Avogadra  – zna zależność między objętością, masą i gęstością  – oblicza objętość substancji przy danej masie i jej gęstości  – podaje wartość liczbową objętości jednego mola substancji gazowej w warunkach normalnych | – przelicza objętość gazu w warunkach normalnych na liczbę moli  – przelicza liczbę moli substancji na objętość w warunkach normalnych | – oblicza gęstość gazów w warunkach normalnych  – oblicza liczbę drobin w danej objętości substancji gazowej  – projektuje i wykonuje doświadczenie w celu porównania objętości 1 mola różnych pierwiastków o stałym stanie skupienia i wyjaśnia, co wpływa na ich różnice | – oblicza i porównuje liczbę drobin substancji gazowych zawartych w danej masie związku chemicznego  – oblicza i porównuje objętości substancji gazowych o danej liczbie molekuł | – rozumie, że liczba drobin substancji gazowej zawarta w danej objętości zależy od temperatury i ciśnienia |
| 9. Równanie Clapeyrona | – definiuje pojęcie gaz doskonały | – zna wzór określający równanie Clapeyrona (równanie gazu doskonałego) | – określa parametry warunków standardowych | – oblicza objętość gazów w warunkach innych niż normalne  – oblicza gęstość gazów w warunkach innych niż normalne  – oblicza ciśnienie i temperaturę określonej liczby moli w warunkach innych niż normalne | – rozwiązuje zadania złożone z wykorzystaniem równania Clapeyrona |
| 10. Wyznaczanie wzoru związku chemicznego | – definiuje treść prawa stałości składu  – wyjaśnia pojęcia: *wzór sumaryczny, wzór elementarny* (*empiryczny*) i *wzór rzeczywisty związku chemicznego* | – wyjaśnia najważniejszą różnicę między związkiem chemicznym a mieszaniną  − oblicza stosunek masowy pierwiastków tworzących związek chemiczny  – oblicza skład procentowy związku chemicznego przy podanym wzorze sumarycznym | – rozwiązuje zadania oparte na prawie stałości składu  − ustala wzór empiryczny i rzeczywisty związku chemicznego na podstawie składu ilościowego  – ustala wzór rzeczywisty związku chemicznego przy podanej masie molowej (lub cząsteczkowej) i składzie procentowym badanego związku chemicznego | – rysuje schemat doświadczenia potwierdzającego prawo stałości składu  – oblicza liczbę drobin substancji w określonej objętości gazu | – projektuje doświadczenie potwierdzające prawo stałości składu |
| 11. Stechiometryczny stosunek reagentów | – definiuje pojęcia: *molowy, masowy i objętościowy stosunek stechiometryczny*  – określa stosunek molowy reagentów na podstawie zapisanego równania reakcji  – czyta zapis równania reakcji w interpretacji molowej, masowej i objętościowej  – ustala stosunek masowy reagentów na podstawie ich mas molowych  – ustala stosunki objętościowe reagentów gazowych | – rozumie, że stosunek stechiometryczny jest wielkością charakterystyczną danej reakcji chemicznej  – rozumie, że stosunek stechiometryczny jest stosunkiem ilości reagentów biorących udział w reakcji chemicznej  – ustala molowy stosunek stechiometryczny pierwiastków w związku o podanym wzorze  – oblicza masy jednego reagenta, przy danej masie drugiego reagenta  – oblicza objętość jednego reagenta gazowego przy danej objętości drugiego reagenta | – oblicza liczbę moli produktu reakcji przy dowolnej liczbie moli jednego z substratów  – oblicza liczbę moli produktu reakcji przy określonej masie jednego z substratów  – oblicza liczbę moli substratu reakcji przy określonej masie jednego z produktów  – oblicza objętość produktu gazowego reakcji przy danej liczbie molekuł substratu  – oblicza objętość produktu gazowego przy danej masie substratu  – oblicza objętość produktu gazowego przy danej objętości gazowego substratu  – oblicza objętość produktu gazowego przy danej liczbie moli substratu  – oblicza liczbę moli, masę, objętość, liczbę molekuł jednego z substratów przy danej ilości drugiego substratu  – oblicza masę, liczbę moli, liczbę molekuł oraz objętość substratu gazowego, jakiej należy użyć, aby otrzymać określoną ilość produktu | – projektuje doświadczenie ilustrujące układ otwarty  – oblicza liczbę moli reagentów na podstawie molowej interpretacji procesu chemicznego  – rozwiązuje zadania stechiometryczne z wykorzystaniem objętości gazów w warunkach innych niż normalne  – oblicza łączną objętość gazowych produktów powstających w badanym procesie z określonej ilości substratu  – ustala wzór empiryczny i rzeczywisty związku chemicznego z wykorzystaniem stosunku ilościowego reagentów  – rozwiązuje zadania z wykorzystaniem proporcji mieszanych | – konstruuje wykres zależności liczby moli poszczególnych reagentów istniejących w reagującym układzie  – analizuje wykres przedstawiający zależność moli poszczególnych reagentów istniejących w reagującym układzie  – analizuje wykres przedstawiający zależność masy poszczególnych reagentów istniejących w reagującym układzie  – oblicza, czy dana ilość jednego z substratów wystarczy do przebiegu reakcji z daną ilością drugiego substratu |
| 12. Niestechiometryczny stosunek regentów | – definiuje pojęcia: substrat użyty w nadmiarze oraz substrat użyty w niedomiarze | – rozumie, co to znaczy zmieszać substraty w stosunku niestechiometrycznym | – rozwiązuje proste zadania oparte na równaniach reakcji przy użyciu substratów zmieszanych w stosunku niestechiometrycznym i ustala, który z substratów użyty został w nadmiarze | – oblicza liczbę moli, masę, liczbę molekuł oraz objętość gazowego produktu reakcji przy niestechiometrycznej ilości użytych substratów  – projektuje doświadczenie ilustrujące zależność masy produktu od masy użytego substratu | – rozwiązuje złożone zadania z wykorzystaniem stosunku ilościowego reagentów użytych w stosunku niestechiometrycznym  – projektuje doświadczenie w celu sprawdzenia, czy w przypadku użycia większej ilości substratu, niż wynika to ze stosunku stechiometrycznego, substrat ten przereaguje w całości |
| 13. Wydajność reakcji chemicznej | – wymienia przyczyny, dla których na ogół otrzymuje się mniej produktów, niż wynika to ze stosunku stechiometrycznego  – definiuje pojęcie *wydajność reakcji* | – rozumie, co to znaczy, że reakcja nie przebiega ze 100% wydajnością | – oblicza wydajność reakcji, przy podanej ilości użytych substratów i otrzymanej ilości danych produktów | – oblicza, ile należy użyć substratu w celu otrzymania konkretnej ilości produktu, gdy reakcja nie przebiega ze 100% wydajnością | – oblicza procentową wydajność reakcji na podstawie wykresu ilustrującego zależność ilości otrzymanego produktu przy użyciu danej ilości substratu |
| Dział II. BUDOWA ATOMU | | | | | |
| 1. Rozwój teorii budowy atomu | – wymienia nazwiska uczonych, którzy wnieśli wkład w wyjaśnienie budowy atomu  – wie, kto odkrył elektron, neutron  – zna symbol oraz elementarny ładunek elektronu | – omawia starożytne teorie budowy atomów  – zna masę i ładunek elektronu  – wie, że elektron ma właściwości dualistyczne | – omawia założenia teorii budowy atomu wg Daltona  – omawia model budowy atomu wg Thomsona  – omawia planetarny model budowy atomu wg Rutherforda  – omawia budowę atomu przedstawioną przez Bohra | – omawia postulaty teorii atomu wg Bohra  – opisuje chmurę elektronową jako miejsce prawdopodobnego znalezienia elektronu  – wyjaśnia hipotezę Louisa de Broglie’a | – omawia eksperyment Rutherforda, który doprowadził do odkrycia jądra atomowego  – oblicza energię, jaką wyemituje elektron, przeskakując z jednej powłoki na inną  – definiuje właściwość materii zwaną dualizmem korpuskularno-falowym |
| 11. Kwantowo-mechaniczny model atomu | – wie, że jądro atomowe jest obiektem naładowanym dodatnio  – wie, że protony i neutrony mają prawie identyczną masę  – wie, że nukleony różnią się ładunkiem elektrycznym  – wskazuje miejsce znajdowania się elektronów  – rozumie, że sumaryczny ujemny ładunek elektronów w atomie równy jest wartości ładunku jądra  – rozumie, że w obojętnym atomie liczba elektronów musi odpowiadać liczbie protonów  – wymienia liczby kwantowe  – definiuje pojęcie *poziom orbitalny*  – definiuje pojęcie *powłoki elektronowe*  – definiuje pojęcie *podpowłoka elektronowa*  – wyjaśnia pojęcie *elektrony sparowane*  – rozpoznaje kształty orbitali *s* i *p* | – charakteryzuje protony, neutrony i elektrony  – podaje zależność między liczbą protonów i liczbą elektronów w atomie  – definiuje pojęcie *powłoka elektronowa*  – określa na podstawie zapisu  liczbę cząstek w atomie  – określa nazwę i symbol pierwiastka oraz jego położenie w układzie okresowym na podstawie znajomości liczby protonów w jądrze atomowym  – charakteryzuje liczby kwantowe  – oblicza maksymalną liczbę elektronów na powłoce elektronowej  – oblicza maksymalną liczbę stanów kwantowych na poziome orbitalnym  – rysuje orbitale *s* i *p*  – rozumie, że o wielkości atomowych obszarów orbitalnych decyduje wartość głównej liczby kwantowej | – definiuje pojęcie *nuklid*  – oblicza masę nuklidu na podstawie znajomości liczby neutronów w jądrze danego atomu  – omawia zależności pomiędzy liczbami kwantowymi  – określa liczbę i rodzaj orbitali należących do czterech pierwszych powłok | – oblicza wartości liczb kwantowych: orbitalnej i magnetycznej, przy danej wartości głównej liczby kwantowej  – przypisuje elektronom danego orbitala konkretne liczby kwantowe | – wyjaśnia zasadę nieoznaczoności Heisenberga  – interpretuje orbital jako rozwiązanie równania Schrödingera |
| 3. Konfiguracja elektronowa atomów i jonów | – definiuje regułę Hunda i zakaz Pauliego  – wyjaśnia pojęcie *elektrony walencyjne* | – rysuje orbitale *s*, *p*, *d* systemem klatkowym  – zapisuje konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków do *Z* = 20 na powłokach  – stosuje regułę Hunda dla zapisu konfiguracji elektronowej zapisanej systemem klatkowym  – stosuje zakaz Pauliego przy zapisie konfiguracji elektronowej  – wskazuje elektrony walencyjne pierwiastków grup głównych  – wskazuje helowiec, do którego konfiguracji elektronowej dąży atom innego pierwiastka, tworząc jon  – wyjaśnia pojęcie *jonizacja atomów*  – porównuje promienie kationu z promieniem jonu, z którego dany kation powstał  – porównuje promień anionu z promieniami atomu, z którego anion powstał | – omawia schemat zapełniania elektronami atomowych obszarów orbitalnych w atomie wodoru i w atomach wieloelektronowych  – zapisuje konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków do Z = 36 na podpowłokach, stosując zapis pełny, skrócony i schematy klatkowe  – zapisuje konfiguracje elektronowe jonów o podanym ładunku  – wyjaśnia pojęcia: *elektrony sparowane* i *niesparowane*  – zapisuje równania procesów powstawania prostych jonów dodatnich i ujemnych | – wyjaśnia pojęcie *promocja elektronu* | – rysuje schemat ukośnika dla zapisu konfiguracji elektronowej pierwiastków grup głównych |
| 4. Układ okresowy pierwiastków a konfiguracja elektronowa atomu | – definiuje prawo okresowości  – wskazuje bloki konfiguracyjne *s*, *p* i *d* w układzie okresowym  – wie, jaka jest zależność między położeniem pierwiastka w układzie okresowym a liczbą elektronów walencyjnych atomów pierwiastków grup głównych oraz liczbą powłok | – omawia budowę układu okresowego Mendelejewa  – na podstawie konfiguracji elektronowej atomu wskazuje położenie pierwiastka w układzie okresowym | – wskazuje elektrony walencyjne pierwiastków bloku konfiguracyjnego *d*  – na odstawie konfiguracji elektronów walencyjnych wskazuje położenie pierwiastka w układzie okresowym  – omawia zmianę aktywności metali i niemetali w grupach głównych układu okresowego pierwiastków chemicznych | – zapisuje konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków bloku konfiguracyjnego *d* na podpowłokach, stosując zapis pełny, skrócony i schematy klatkowe  – zapisuje konfiguracje elektronowe jonów pierwiastków bloku konfiguracyjnego *d* na podpowłokach, stosując zapis pełny, skrócony i schematy klatkowe  – uzasadnia trwałość jonów i atomów mających całkowicie lub połowicznie zapełnione elektronami podpowłoki | – wyjaśnia, od czego zależy przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych *s*, *p*, *d* |
| Dział III. WIĄZANIA CHEMICZNE | | | | | |
| 1. Wiązanie jonowe i metaliczne | – wyjaśnia pojęcie *wiązanie chemiczne*  – wie, że atom, tracąc elektrony walencyjne, zyskuje nadmiar ładunków dodatnich i staje się jonem dodatnim  – wie, że atom, przyłączając elektrony na powłokę walencyjną, zyskuje nadmiar ładunków ujemnych i staje się anionem  – zapisuje symbole jonów dodatnich i ujemnych przy podanych ładunkach  – wie, że wszystkie substancje, w których przeważa wiązanie jonowe, tworzą kryształy jonowe  – definiuje pojęcie *wiązanie jonowe*  – definiuje pojęcie *kryształ jonowy*  – definiuje pojęcie *wiązanie metaliczne* | – wyjaśnia bierność chemiczną helowców  – wyjaśnia pojęcia: *dublet* i *oktet elektronowy*  – wylicza właściwości związków chemicznych o wiązaniach jonowych  – korzysta z wartości elektroujemności wg Paulinga w celu obliczenia różnicy elektroujemności między łączącymi się atomami  – wyjaśnia pojęcie *gaz elektronowy* | – omawia, w jaki sposób atomy innych pierwiastków mogą uzyskać konfigurację najbliższego helowca  – rysuje wzory elektronowe typowych związków jonowych  – omawia zmianę elektroujemności pierwiastków w układzie okresowym  – omawia właściwości metali wynikające z istnienia wiązań metalicznych | – analizuje model kryształu jonowego  – wymienia grupy związków chemicznych o budowie jonowej  – rysuje schematy powstawania substancji o wiązaniu jonowym  – wyjaśnia pojęcie *elektrony zdelokalizowane* |  |
| 21. Wiązanie kowalencyjne i kowalencyjne spolaryzowane | – wyjaśnia pojęcia *cząsteczki homoatomowe* i *heteroatomowe*  – wyjaśnia pojęcia *wiążąca para elektronowa* i *niewiążąca para elektronowa*  – definiuje pojęcie *wiązanie niespolaryzowane*  – wie, w jaki sposób powstaje wiązanie kowalencyjne  – wyjaśnia pojęcie wiązanie koordynacyjne | – zapisuje wzory elektronowe cząsteczek homoatomowych  – zapisuje wzory cząsteczek dwupierwiastkowych o wiązaniach kowalencyjnych spolaryzowanych  – zaznacza we wzorach cząsteczek pary elektronowe wiążące i niewiążące  – charakteryzuje wiązanie kowalencyjne spolaryzowane  – podaje, co jest istotą wiązania kowalencyjnego niespolaryzowanego  – wyjaśnia pojęcia donor i akceptor pary elektronowej | – omawia pojęcie *stopień polaryzacji wiązania*  – wyjaśnia pojęcie *biegunowość cząsteczki*  – podaje przykłady drobin, w których występuje wiązanie koordynacyjne | – rysuje schemat tworzenia wiązania kowalencyjnego  – wskazuje różnice i – rysuje wzory elektronowe związków o wiązaniach koordynacyjnych  – wyjaśnia różnicę w tworzeniu się wiązania koordynacyjnego i kowalencyjnego |  |
| 3. Budowa cząsteczek | – wie, że do przewidywania kształtu cząsteczek używa się metody VSEPR  – wyjaśnia pojęcie *orbital molekularny* | – zna założenia teorii VSEPR (wie, co to jest atom centralny i ligandy)  – wie, w jaki sposób tworzy się wiązanie typu σ, a w jaki typu π | – zna kształty cząsteczek określane za pomocą metody VSEPR  – wyjaśnia teorię orbitali molekularnych  – rysuje kształty molekularnych obszarów orbitalnych typu σ i typu π | – potrafi określić kształt wskazanej cząsteczki za pomocą metody VSEPR  – oblicza w cząsteczce liczbę wiązań typu σ i typu π | – prowadzi spójne wyjaśnienie kształtu cząsteczki za pomocą metody VSEPR ze wskazaniem wszystkich założeń tej metody  – rysuje schematy nakładania się orbitali atomowych tworzących wiązania typu σ i typu π |
| 4. Hybrydyzacja orbitali atomowych | – definiuje pojęcie *hybrydyzacja*  – wylicza rodzaje hybrydyzacji | – podaje przykłady cząsteczek, w których atom centralny jest w stanie hybrydyzacji sp, sp2, sp3 | – rysuje kształty przestrzenne cząsteczek o określonej hybrydyzacji | – przedstawia tworzenie się orbitali molekularnych o hybrydyzacji sp, sp2, sp3 | – omawia tworzenie się orbitalu wiążącego i antywiążącego |
| 5. Oddziaływanie międzycząsteczkowe | – wymienia znane rodzaje oddziaływań międzycząsteczkowych | – podaje przykłady cząsteczek, między którymi tworzy się wiązanie wodorowe  – definiuje moment dipolowy | – wyjaśnia pojęcia: wiązanie wodorowe, oddziaływania van der Waalsa, siły dyspersyjne | – potrafi uszeregować rodzaje oddziaływać zgodnie ze zmieniającą się siłą tych oddziaływań  – wie, jak oddziaływania międzycząsteczkowe wpływają na właściwości substancji |  |
| 6. Związki kowalencyjne o strukturze molekularnej | – definiuje pojęcia *kryształ jonowy* oraz *kryształ kowalencyjny* | – omawia właściwości związków, w których przeważa wiązanie kowalencyjne | – omawia właściwości substancji wynikające z obecności wiązania wodorowego | – projektuje doświadczenie badające wpływ budowy związku na jego rozpuszczalność w rozpuszczalniku polarnym i niepolarnym |  |
| 7. Kryształy kowalencyjne | – opisuje budowę tlenku krzemu  – wymienia właściwości tlenku krzemu wynikające z jego budowy  – wyjaśnia pojęcie alotropii na przykładzie węgla  – opisuje zastosowania odmian alotropowych wynikające z ich właściwości | – omawia właściwości związków, w których przeważa wiązanie kowalencyjne na przykładzie tlenku krzemu  – wskazuje odmiany alotropowe węgla | – podaje przykłady minerałów zawierających tlenek krzemu i wymienia ich zastosowania  – opisuje budowę struktury wewnętrznej odmian alotropowych | – wskazuje na związek budowy wewnętrznej odmian alotropowych z ich właściwościami | – podaje przykłady zastosowań odmian alotropowych węgla i wskazuje na ich związek z budową |
| Dział IV. KINETYKA I STATYKA CHEMICZNA | | | | | |
| 1. Efekt energetyczny reakcji | – podaje treść prawa zachowania masy  – definiuje pojęcia: *układ fizyczny,*  *reakcja*  *egzoenergetyczna, endoenergetyczna, egzotermiczna oraz endotermiczna*  – definiuje pojęcie *entalpia reakcji*  – definiuje pojęcie *profil reakcji*  – zna jednostkę entalpii | – rozróżnia wśród układów układ zamknięty, otwarty i izolowany  – wyjaśnia pojęcie  *kompleks aktywny*  – wyjaśnia zapis ΔΗ<0 i ΔH >0  – podaje przykłady reakcji egzo- i endoenergetycznych | – rysuje oraz omawia schematy układów otwartego, zamkniętego i izolowanego  – na podstawie zapisu ΔΗ<0 i ΔH>0 określa efekt energetyczny  reakcji | – stosuje pojęcia *procesy egzoenergetyczne* i *endoenergetyczne* oraz *energia* *aktywacji*  do opisu energetycznych efektów przemian chemicznych | – rysuje profile energetyczne reakcji |
| 2. Prawo Hessa | – podaje treść prawa Hessa | – rozumie, że wartość zmiany entalpii reakcji nie zależy od drogi reakcji | – wie, czym są warunki standardowe reakcji  – wie, czym jest stan początkowy i stan końcowy reakcji  – potrafi narysować schemat cyklu termochemicznego reakcji | – wykorzystuje wartości standardowych entalpii spalania do obliczenia standardowej wartości entalpii podanej reakcji  – oblicza wartość standardowej entalpii reakcji na podstawie wartości standardowych reakcji tworzenia |  |
| 3. Warunek zachodzenia reakcji chemicznych | – definiuje energię aktywacji | – omawia proces zainicjowania przebiegu reakcji chemicznej | – omawia wpływ temperatury na wzrost energii substratów  – na podstawie wartości energii aktywacji określa, która z danych reakcji zachodzi szybciej | – omawia wykres maxwellowskiego rozkładu energii cząsteczek gazu | – interpretuje wykres rozkładu energii cząsteczek dla różnych temperatur |
| 4. Szybkość reakcji chemicznych | – wymienia czynniki wpływające na szybkość reakcji  – podaje przykłady reakcji szybkich i powolnych | – definiuje szybkość reakcji jako zmianę stężenia reagenta w jednostce czasu | – wyjaśnia, w jaki sposób stężenie substratów, podwyższenie temperatury substratów oraz rozdrobnienie wpływają na szybkość reakcji | – wyjaśnia, w jaki sposób ciśnienie wpływa na szybkość reakcji zachodzących w fazie gazowej | – projektuje doświadczenia badające wpływ stężenia, temperatury oraz rozdrobnienia substancji reagującej na szybkość reakcji |
| 5. Zależność szybkości reakcji od stężeń reagujących substancji |  | – wie, czym jest równanie kinetyczne reakcji chemicznej i stała szybkości reakcji chemicznej | – zapisuje równanie kinetyczne reakcji  – określa rząd reakcji | – rozwiązuje zadania związane z szybkością reakcji |  |
| 6. Katalizatory i reakcje katalityczne | – definiuje pojęcie *katalizator*  – definiuje pojęcie *enzym* | – dzieli katalizatory na homogeniczne i heterogeniczne | – wyjaśnia, jak działa katalizator  – omawia działanie katalizatora homogenicznego i katalizatora heterogenicznego | – podaje przykłady reakcji chemicznej, w której użyto katalizatora heterogenicznego, oraz takiej, w której użyto katalizatora heterogenicznego | – na podstawie zapisanego etapami równania chemicznego wskazuje wzór katalizatora, wzór produktu przejściowego oraz ustala równanie reakcji bez katalizatora  – projektuje doświadczenie badające wpływ katalizatora na szybkość reakcji |
| 7. Równowaga chemiczna | – dzieli reakcje na praktycznie nieodwracalne oraz odwracalne  – podaje przykłady reakcji nieodwracalnych | – wyjaśnia pojęcie *reakcja odwracalna*  – stosuje strzałkę pojedynczą w równaniach chemicznych dla reakcji praktycznie nieodwracalnych oraz strzałki podwójne dla reakcji odwracalnych | – opisuje i wyjaśnia stan równowagi dynamicznej | – rysuje wykres zależności stężenia substratu do czasu przebiegu reakcji dla reakcji nieodwracalnych i reakcji odwracalnych  – omawia wykres zależności szybkości reakcji od czasu dla reakcji odwracalnych |  |
| 8. Stała równowagi | – zapisuje wyrażenia na stężeniową stałą | – zapisuje wyrażenia na stałą równowagi dla układów heterogenicznych | – interpretuje odwracalność procesów chemicznych i fizycznych | – wyjaśnia, na czym polega stan równowagi chemicznej | – interpretuje wartości stałych równowagi |
| 9. Wpływ zmiany warunków na równowagi chemiczne | – definiuje regułę przekory | – wymienia czynniki wpływające na położenie stanu równowagi | – wyjaśnia, w jaki sposób temperatura, stężenia reagentów oraz ciśnienie wpływają na położenie stanu równowagi chemicznej  – wyjaśnia, czy obecność katalizatora wpływa na położenie stanu równowagi chemicznej | – rozwiązuje zadania związane ze stanem równowagi chemicznej |  |
| 10. Obliczenia z wykorzystaniem stałych równowagi | – zapisuje wyrażenia na stężeniową stałą wskazanych reakcji | – oblicza stałe równowag chemicznych wskazanych reakcji | – oblicza stężenia równowagowe na podstawie wartości stałej równowagi reakcji | – oblicza stężenia początkowe stężenia substratów reakcji | interpretuje wyniki swoich obliczeń |